

SOLUZIONI

Una soluzione è una *miscela omogenea* di due o più sostanze



Il **solvente** è il componente presente in maggiore quantità, i **soluti** sono le sostanze che in esso sono disciolte.

Le soluzioni possono essere gassose (miscela gassose, es. aria), **liquide** (es. sale sciolto in acqua, liquidi mescolati tra loro come acqua e alcol), solide (leghe, es. acciaio).

Le proprietà delle soluzioni dipendono dalla quantità relativa dei componenti, ossia dalla **concentrazione**.

Unità di misura delle concentrazioni

[HCl] simbolismo per indicare la concentrazione di un composto

Molarità

quantità di soluto in n° di moli
volume di soluzione in litri

$$M = \frac{n}{V(L)}$$

es. dire HCl 0.3 M, vuol dire che 1 l di soluzione contiene 0.3 moli

es. Calcolare la molarità di NaOH in una soluzione di 500 ml che contengono 3.48 g di idrossido di sodio

$$3.48 \text{ g} / 40 \text{ g/mol} = 0.087 \text{ mol}$$

$$500 \text{ ml} = 0.500 \text{ l}$$

$$0.087 \text{ mol} / 0.500 \text{ l} = 0.174 \text{ M (mol/l)}$$

es. Calcolare quanti grammi di NaOH sono richiesti per preparare 617 ml di una soluzione 1.200 M di NaOH

$$617 \text{ ml} = 0.617 \text{ l}$$

(a) Ci sono 1.200 moli in 1 l, ossia in 1000 ml

$$\text{Quante ce ne sono in 617 ml? } 1.200 : 1000 = x : 617$$

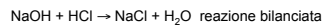
$$x = 1.200 \cdot 617 / 1000 = 0.740 \text{ mol}$$

(b) Più direttamente $M = n/V$ $n = M \cdot V$ N.B. V in litri

$$1.200 \text{ mol/l} \cdot 0.617 \text{ l} = 0.740 \text{ mol}$$

$$0.740 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = 29.6 \text{ g}$$

es. Quanto bisogna prelevare di una soluzione di NaOH 0.80 M per neutralizzare 0.24 moli di HCl?



moli NaOH = moli HCl

Quindi devo prendere il volume di soluzione che contiene 0.24 moli

(a) $0.80 : 1000 = 0.24 : x \quad x = 1000 \cdot 0.24 / 0.80 \quad x = 300 \text{ ml}$

(b) Più direttamente $M = n/V \quad V = n/M \quad \underline{\text{N.B.}}$ V in litri

$0.24 \text{ mol} / 0.80 \text{ mol/l} = 0.3 \text{ l}$ cioè 300 ml

Normalità

$$\frac{\text{quantità di soluto in n° di equivalenti}}{\text{volume di soluzione in litri}}$$

$$N = \frac{eq}{V(L)}$$

$eq = g / pE \quad pE = \text{peso equivalente} = pM/\text{valenza}$

Peso equivalente è il peso della sostanza che si combina con 1g di H atomico

es. HCl, acido monoprotico monovalente $pE = pM \quad N = M$

H_2SO_4 acido diprotico $pE = pM/2 \quad N = 2 M$

H_3PO_4 acido triprotico $pE = pM/3 \quad N = 3 M$

Il peso equivalente non è una grandezza costante come il peso molecolare, ma varia a seconda delle reazioni in cui la specie è coinvolta

es. HNO_3 se reagisce come acido $pE = pM$

se si riduce ad NO $pE = pM/3$ perché scambia 3 elettroni

Molalità

$$\frac{\text{quantità di soluto in n° di moli}}{\text{peso di solvente in kg}}$$

$$m = \frac{n}{\text{Kg solvente}}$$

es. A 25 g di zucchero (saccarosio, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, $pM = 342.3 \text{ g/mol}$) viene aggiunta acqua fino ad un volume finale di 150 ml. Calcolare (a) la molarità e (b) la molalità della soluzione, sapendo che la sua densità è 1.1 g/ml

(a) $25 \text{ g} / 342.3 \text{ g/mol} = 0.0731 \text{ mol}$

$150 \text{ ml} = 0.150 \text{ l}$

$0.0731 \text{ mol} / 0.150 \text{ l} = 0.487 \text{ M}$

(b) per calcolare la molalità bisogna conoscere il peso di acqua

densità 1.1 g/ml, vuol dire che 1 ml di soluzione pesa 1.1 g

$1.1 \text{ g/ml} \cdot 150 \text{ ml} = 165 \text{ g}$ peso di tutta la soluzione

$165 \text{ g} - 25 \text{ g} = 140 \text{ g}$ peso di acqua = 0.140 kg

$0.0731 \text{ mol} / 0.140 \text{ kg} = 0.522 \text{ m}$

Percentuale in peso

$$\frac{\text{peso del soluto in grammi}}{\text{peso della soluzione in grammi}} \times 100 = \% \text{ p/p}$$

Soluzione di saccarosio al 20% p/p, vuol dire che su 100 g di soluzione 20g sono di saccarosio, il restante, cioè 80 g, è acqua

es. per preparare 80 g di una soluzione di Na_2CO_3 al 5% p/p, quanto Na_2CO_3 deve essere pesato? Quanta acqua in ml deve essere aggiunta?

$$\text{peso } \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{peso soluzione} \times \% \text{ p/p} / 100 = 80 \text{ g} \times 5/100 = 4 \text{ g}$$

$$\text{acqua } 80 \text{ g} - 4 \text{ g} = 76 \text{ g} = 76 \text{ ml} \quad (\text{densità } \text{H}_2\text{O} = 1 \text{ g/ml})$$

Percentuale in volume

$$\frac{\text{volume di soluto}}{\text{volume della soluzione}} \times 100 = \% \text{ V/V oppure Vol \%}$$

Viene utilizzata per le soluzioni in cui i componenti sono liquidi.

Es. si esprime in percentuale in volume la gradazione delle bevande alcoliche

Rapporto peso / volume

$$\frac{\text{peso di soluto in grammi}}{\text{volume della soluzione in litri}}$$

Parti per milione (ppm)

Parti per miliardo (ppb)

Parti per trilione (ppt)

es. livello massimo consentito nell'acqua potabile di esaclorobenzene (C_6Cl_6) è 1 ppb

Si utilizzano per concentrazioni molto basse

Livello consigliato di fluoruro (F-) è compreso tra 0.7 e 1.2 ppm

Unità	Relazione massa-massa	Relazione massa-volume
parti per milione (ppm)	$\frac{\text{g X}}{10^6 \text{ g soluzione}}$	$\frac{\text{mg X}}{\text{L soluzione}}$
parti per miliardo (ppb)	$\frac{\text{g X}}{10^9 \text{ g soluzione}}$	$\frac{\mu\text{g X}}{\text{L soluzione}}$
parti per trilione (ppt)	$\frac{\text{g X}}{10^{12} \text{ g soluzione}}$	$\frac{\text{ng X}}{\text{L soluzione}}$

La relazione massa-volume assume una densità pari a 1g/mL.

Solubilità dei gas

La solubilità dei gas è molto bassa, e diminuisce con l'aumentare della temperatura.

Può però aumentare aumentando la pressione parziale del gas in equilibrio con la soluzione

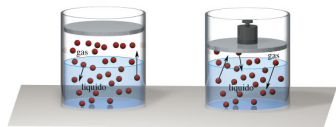
Legge di Henry

$$[x] = K p_x$$

[x] è in mol/l o g/l

p_x pressione parziale dello stesso gas sopra il liquido

K costante di proporzionalità



DILUIZIONI

$$C_{\text{iniziale}} \times V_{\text{iniziale}} = C_{\text{finale}} \times V_{\text{finale}}$$

es. quanti ml di una soluzione acquosa di HCl 12 M (fornito commercialmente) dobbiamo prelevare per preparare 250 ml di una soluzione 1 M?

$$V_{\text{iniziale}} = C_{\text{finale}} \times V_{\text{finale}} / C_{\text{iniziale}} = 1 \text{ M} \times 250 \text{ ml} / 12 \text{ M} = 20.8 \text{ ml}$$

$$\begin{array}{l} \text{numero di moli misurate} \\ \text{nella soluzione concentrata} \end{array} = \begin{array}{l} \text{numero di moli necessarie} \\ \text{nella soluzione diluita} \end{array}$$

Sostanze concentrate	Molarità (M)
ammoniaca (in soluzione)	≈ 15
acido cloridrico	≈ 12
acido nitrico	≈ 15
acido solforico	≈ 18

Es. a quale volume bisogna diluire 10 ml di HNO_3 2 M per avere una soluzione 0.05 M?

$$V_i C_i = V_f C_f \quad V_f = V_i C_i / C_f$$

$$V_f = 10 \text{ ml } 2 \text{ M} / 0.05 \text{ M} = 400 \text{ ml}$$

vuol dire aggiungere

$$(400-10) \text{ ml} = 390 \text{ ml di acqua}$$

alla

soluzione iniziale

Miscelamento di soluzioni

Due soluzioni di volume diversi a concentrazioni diverse, si mescolano per dare una soluzione finale.

$$n_1 = C_1 \times V_1 \quad n_2 = C_2 \times V_2 \quad n_f = C_f \times V_f$$

$$n_f = n_1 + n_2 \quad V_f = V_1 + V_2 \quad \Rightarrow \quad C_f = \frac{n_f}{V_f}$$

Es. Mescolando 50 ml di una soluzione di HCl 0.2 M con 40 ml di una soluzione di HCl 0.3 M, quale sarà la concentrazione della soluzione finale?

$$V_f = V_1 + V_2 \quad C_f = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2} = \frac{0.2M \cdot 50ml + 0.3M \cdot 40ml}{(50 + 40)ml} = 0.24 M$$

Es. Avendo a disposizione due soluzioni di NaCl alle concentrazioni 0.25M e 0.10 M, bisogna preparare 45 ml di una soluzione 0.17 M. Calcolare quanti ml della prima soluzione e della seconda devono essere mescolati

$$V_f = V_1 + V_2 \quad \text{se } V_1 = x \text{ ml } V_2 = V_f - V_1 = (45 - x) \text{ ml}$$

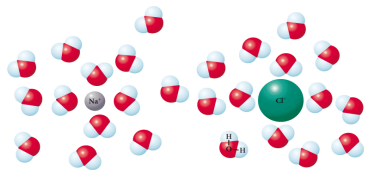
$$C_1 V_1 + C_2 V_2 = C_f V_f \quad 0.25M \cdot x \text{ ml} + 0.10M \cdot (45 - x) \text{ ml} = 45 \text{ ml} \cdot 0.17M$$

$$0.25x + 4.5 - 0.10x = 7.65$$

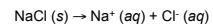
$$0.15x = 3.15 \quad x = 21$$

$$V_1 = 21 \text{ ml} \quad V_2 = (45 - 21) = 24 \text{ ml}$$

Elettroliti

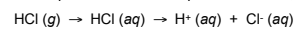


Gli ioni Na^+ e Cl^- diventano idratati, e le molecole di acqua che hanno intorno costituiscono la *sfera di idratazione*

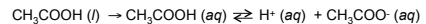


Elettroliti forti: sostanze che quando si sciolgono si dissociano completamente in ioni. La soluzione acquisisce la capacità di conduzione elettrica

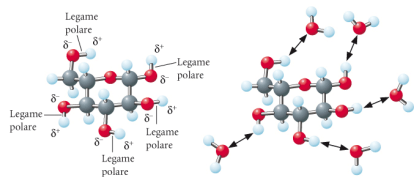
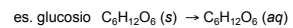
Sono i composti ionici, ed altre poche molecole, ad es. HCl



Elettroliti deboli: sostanze che si sciolgono completamente ma si dissociano in ioni solo in parte, ad esempio l'acido acetico



Non elettroliti: sostanze che si sciolgono completamente in acqua, senza formare ioni



Elettroliti forti: qual è la concentrazione degli ioni in soluzione?

